

Faculté de Médecine de Sétif

Département de Pharmacie

Laboratoire de Chimie Minérale Pharmaceutique

TD n° 4

EXERCICE 01 :

- 1) Donnez le degré d'oxydation du soufre dans les composés suivants :
 $(\text{SO}_3)^{2-}$; $(\text{SO}_4)^{2-}$, $(\text{S}_2\text{O}_3)^{2-}$, $(\text{S}_2\text{O}_4)^{2-}$, $(\text{S}_2\text{O}_6)^{2-}$
- 2) Donnez le degré d'oxydation de l'oxygène dans les composés suivants :
 H_2O , KO_2 , O_3 , OF_2 , FO_2
- 3) Pourquoi le SF_6 est inerte chimiquement par contre le TeF_6 est réactif ?
- 4) La concentration de l'eau oxygénée est exprimée en volume, à quoi correspond le titre en volume d'une solution de H_2O_2 , avec une démonstration ?

EXERCICE 02 :

- 1) Donner la formule chimique des acides suivants, le nom et la dénomination de leurs oxanions:
 - L'acide hypoiodéux
 - L'acide hypochloreux
 - L'acide bromique
 - L'acide perfluorique
- 2) Classer par ordre d'acidité croissante les acides suivants :

HIO_2 , HIO , HIO_4 , HIO_3

- 3) Classer les acides suivants selon le pouvoir oxydant décroissant :

HClO , HClO_4 , HClO_3 , HClO_2

EXERCICE 03 :

L'eau de Javel est une solution basique constituée d'un mélange équimolaire d'hypochlorite de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{ClO}^-_{(\text{aq})}$) et de chlorure de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$). Elle est utilisée comme décolorant ou comme antiseptique.

Une bouteille de 500 ml d'eau de Javel titre 15 °chl.

Donnée : volume molaire dans les conditions normales de température et de pression :

$V_m = 22,4 \text{ L/mol}$

- 1- a) Donner la réaction de sa préparation. Quelle est l'espèce chimique responsable de l'effet antiseptique.

b) Définir le degré chlorométrique (° chl) d'une eau de Javel

c) Montrer que le volume de dichlore nécessaire pour préparer cette bouteille de 500mL d'eau de javel est $V = 7,5 \text{ L}$.

d) Vérifier que la quantité de matière " n " (en mol) de dichlore correspondant à ce volume $V = 7,5 \text{ L}$ est $n = 0,33 \text{ mol}$

2) La totalité de cette bouteille a été mélangée avec un détartrant contenant de l'acide chlorhydrique. L'équation bilan de la réaction est :



a) Préciser le nom du gaz toxique qui s'est dégagé.

b) En admettant que toute la quantité des ions hypochlorite présents dans la bouteille, soit $n = 0,33 \text{ mol}$, a réagi avec l'acide chlorhydrique, quel volume de gaz s'est-il dégagé ?

EXERCICE 04 :

1) que suggère la configuration électronique externe du Ne et du Xe

2) Comment peut-on interpréter l'existence des molécules suivantes le XeF_2 , XeF_4 et le XeF_6 .

Corrigé

EXERCICE 01 :

1.

$(\text{SO}_3)^{2-}$	$(\text{SO}_4)^{2-}$	$(\text{S}_2\text{O}_3)^{2-}$	$(\text{S}_2\text{O}_4)^{2-}$	$(\text{S}_2\text{O}_6)^{2-}$
Sulfite	sulfate	Thiosulfate	Dithionite	Dithionate
+4	+6	+2	+3	+5

2.

H_2O	KO_2	O_3	$\text{FO}_2(\text{O}_2^+)$	OF_2
Oxyde	hyperoxyde	Ozone	Cation dioxygène	Fluorure d'oxygène
-2	-1/2	0	+1/2	+2

3. SF_6 est inerte chimiquement à cause de l'encombrement stérique ; cela est dû à la taille de l'atome central (le soufre est plus petit que le tellure)

Dans la molécule de SF_6 , les fluorures couvrent les orbitales internes de soufre et rendent l'interaction avec d'autres molécules difficile, alors que dans la molécule du TeF_6 le tellure est plus volumineux que le soufre, les fluorures ne couvrent pas tout l'atome ce qui rend la molécule accessible donc réactive.



4. **Définition** : c'est le volume de dioxygène libéré par 1 litre de solution d'eau oxygénée, dans les conditions normales de température et de pression.

- L'eau oxygénée se décompose selon la réaction :



A l'équilibre : $2n(\text{H}_2\text{O}_2) = n \text{O}_2$

$n(\text{H}_2\text{O}_2) = C/M$

- une solution à 3% correspond à $C = \frac{3g \text{ H}_2\text{O}_2}{100g \text{ H}_2\text{O}} = \frac{3g}{100ml} = \frac{30g}{1000ml} = 30g/l$

- $n(\text{H}_2\text{O}_2) = C/M = 30/34 = 0.89 \text{ mole/l}$

- L' O_2 est un gaz donc $n(\text{O}_2) = V/V_m$

- $V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) * V_m = \frac{1}{2} n(\text{H}_2\text{O}_2) * V_m = \frac{1}{2} (0.89) * 22.4 = 9.968 \text{ l} \approx 10 \text{ l d'O}_2$

EXERCICE 02 :

1)-

Nom de l'acide	Formule chimique	Oxanion
L'acide hypoiodéux	HIO	IO ⁻ : anion hypoiodite
L'acide hypochloreux	HClO	ClO ⁻ : anion hypochlorite
L'acide bromique	HBrO ₃	BrO ₃ ⁻ : anion bromate
L'acide perfluorique	HFO ₄	FO ₄ ⁻ : anion perfluorate

2)- L'acidité augmente avec le nombre d'atome d'oxygène : **HIO < HIO₂ < HIO₃ < HIO₄**

3)- Le pouvoir oxydant diminue **avec la stabilité** de la molécule :

HClO > HClO₂ > HClO₃ > HClO₄

EXERCICE 03 :

1 .a) l'eau de javel est préparée par réaction de **dismutation** du chlore gazeux dans une solution alcaline (la soude)



L'entité active de l'eau de Javel qui lui confère son caractère oxydant (d'où l'effet antiseptique) est l'ion hypochlorite ClO⁻

b) Le **Degré Chlorométrique** d'une eau de Javel est : **le volume de dichlore (en litres)** nécessaire à la fabrication d'un litre d'eau de javel, dans les conditions normales de température et de pression (C.N.T.P.).

c) L'eau de Javel du berlingot titre 15 chl.

Il faut donc 15 litres de dichlore pour préparer 1 litre de cette solution.

- Pour préparer 500 mL = ½ L, le volume de dichlore nécessaire est donc $V = 15/2 = 7,5\text{L}$
- d) Dans les C.N.T.P., le volume molaire des gaz est $V_m = 22,4 \text{ L mol}^{-1}$
- Cl₂ est gazeux ; sa quantité de matière est définie par :

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{7,5}{22,4} \quad \text{soit } n \approx 0,33 \text{ mol}$$

d) 1 mole de Cl₂ donne 1 mole d'ions ClO⁻, donc n moles de Cl₂ donne n moles d'ions ClO⁻ : la quantité d'ions hypochlorite présents dans cette bouteille est donc : $n = 0,33 \text{ mol}$.

2 .a) Le gaz toxique dégagé est le **Dichlore**.

b) D'après l'équation - bilan

- $n(\text{ClO}^-)$ qui réagit = $n(\text{Cl}_2)$ dégagé = 0,33 mol

- $n_{(\text{Cl}_2)} = \frac{V_{(\text{Cl}_2)}}{V_m} \Rightarrow V_{(\text{Cl}_2)} = n_{(\text{Cl}_2)} \times V_m$

Donc, dans les conditions normales de température et de pression, le volume de dichlore dégagé est : $V(\text{Cl}_2) = 0,334 \times 22,4 = 7,39 \approx 7,5 \text{ l}$

(le même volume que celui nécessaire pour préparer la solution de la bouteille).

EXERCICE 04 :

- 1) une inertie chimique
- 2) À mesure que la taille et la polarisabilité des atomes augmentent --> les électrons valentiels sont éloignés du noyau --> les énergies d'ionisations diminuent --> les interactions interatomique augmentent

Xe	5s ²	4 d ¹⁰					5p ⁶			5d ⁰					hybridation
	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓						
F	2s ²						2p ⁵								
	↑ ↓						↑ ↓	↑ ↓	↑						
XeF ₂	5s ²	4 d ¹⁰					5p ⁵			5d ¹					Sp ³ d
	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓					↑ ↓	
XeF ₄	5s ²	4 d ¹⁰					5p ⁴			5d ²					Sp ³ d ²
	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓					↑ ↓	↑ ↓
XeF ₆	5s ²	4 d ¹⁰					5p ³			5d ³					Sp ³ d ³
	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓					↑ ↓	↑ ↓

